STÉRÉOCHIMIE
DES COMPOSÉS DE LA CHIMIE MINÉRALE

PAR

RUDY WECKERING

Après 40 ans de recherches nous apportons aujourd'hui la solution d'un problème qui a été l'un des plus âprement scrutés et discutés par le passé. Une armée de physiciens et de chimistes se sont consacrés intensément depuis déjà le milieu du siècle passé à trouver la solution du problème en question, sans jamais y parvenir.

Il s'agit de l'établissement d'une *stéréochimie intégrale des composés chimiques*, aussi bien des composés de la chimie organique que de ceux de la chimie minérale. Alors que les propulseurs de l'atome statique avaient pu enregistrer, entre 1919 et 1925, quelques succès sensationnels dans le domaine de la chimie organique, leurs investigations dans celui de la chimie minérale ont été peu fructueuses. Déjà pour les hydrures du 5e élément, du bore, les savants ne sont jamais arrivés à s'entendre au sujet de leur configuration structurale.

C'est à la suite des insuccès manifestes qui ne laissaient entrevoir aucune issue, et dans une tentative ultime de vaincre la crise dans laquelle se débattait désespérément la physique atomique, qu'en 1925 la mécanique ondulatoire put prendre naissance. Elle tentait l'explication de tous les phénomènes atomiques et moléculaires à l'aide de calculs algébriques, en abandonnant même plusieurs principes des mieux établis de la mécanique classique. Les inventeurs de la mécanique ondulatoire allaient jusqu'à prétendre, sans fondement scientifique sérieux, que le problème de la structure géométrique des atomes et des molécules était irrésoluble en soi, de par la nature toute

particulière et inconcevable des particules élémentaires de la matière. Dès le début on se promettait monts et merveilles de l'application de la nouvelle théorie mathématique. On avait inventé l'électron fugitif, insaisissable, inconcevable, immatériel et matériel à la fois selon les besoins de l'explication des phénomènes observés, particule-fantôme, capable d'être décelée uniquement par la «probabilité avec laquelle elle pouvait se trouver à tel instant en tel endroit». Il nous semble toutefois, que l'individualité d'aucune particule n'est plus évidente et mieux établie que précisément celle de l'électron, dont on connaît la masse, la charge électrique, le moment magnétique et le spin, et qui par milliards se déplacent individuellement dans les conducteurs métalliques dont on dit qu'ils sont traversés par un courant électrique.

Nous apportons la preuve, non seulement de ce que l'assertion des fondateurs et des adeptes de la mécanique ondulatoire de l'impossibilité de représentation géométrique des atomes et des molécules est fausse, mais encore nous apportons la solution entière du problème, c'est-à-dire nous décrivons dans l'espace à trois dimensions, donc géométriquement, en tous détails, la structure des atomes de tous les éléments à leur état fondamental et à leurs divers états chimiques. Nous indiquons également les dimensions absolues des atomes, cela avec un degré d'exactitude largement suffisant pour les besoins de l'édification d'une stéréochimie générale et intégrale, comprenant la description de la structure spatiale des molécules de tous les composés chimiques, tant organiques qu'inorganiques.

Dans une première causerie que nous avons faite il y a quelque temps, nous avons eu l'occasion de décrire — assez brièvement d'ailleurs — la structure des molécules des composés organiques. Vous vous rappelez sans doute que nous avions décrit la position normale des 6 électrons dans l'atome de carbone tétravalent (fig. 1), dont 2 au niveau sphérique intérieur K sur l'axe polaire vertical de l'atome, et 4 à la surface périphérique, au niveau sphérique L, et que dans les assemblages moléculaires tous les atomes de C comportaient à leur périphérie 8 électrons, formant un octet, les 8 électrons se trouvant aux som-

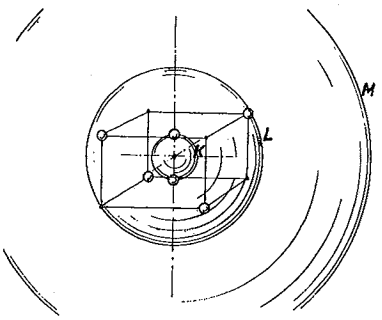


Fig. 1. - Structure stéréochimique de l'atome de carbone à son état chimique normal, avec ses trois premiers niveaux nodiques sphériques.
Diamètre du niveau L : 2 A.

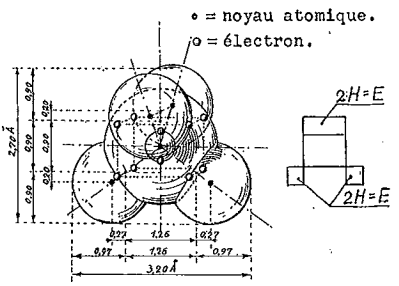


Fig. 2. - Structure stéréochimique de la molécule de méthane. Vue en perspective de l'édifice complet et stéréomodèle.
(Le stéréomodèle dit autant que la représentation complète de l'édifice).

mets d'un prisme quadratique. Le rapport de la base à la hauteur de ce prisme est approximativement égal à $\sqrt{2}$, de sorte que les centres des valences de l'atome de C se trouvent aux 4 sommets d'un tétraèdre pratiquement équilatéral. Cela ressort par exemple de la figure 2, qui représente la molécule de méthane, vue en perspective.

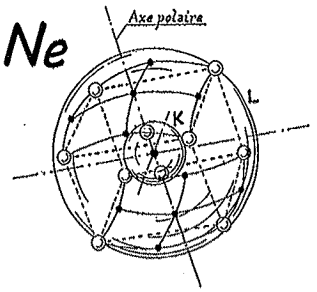
Aujourd'hui nous allons faire une exploration dans le domaine bien plus compliqué de la chimie minérale.

Electronats.

Pour reconnaître la manière exacte selon laquelle les atomes se réunissent ensemble pour former les molécules, rien ne vaut évidemment la connaissance des formes structurales vraies des atomes eux-mêmes. Le mode suivant lequel deux atomes qui se touchent se soudent ensemble, est basé, selon les nouvelles conceptions, sur la formation aux niveaux sphériques périphériques des deux atomes, de configurations électroniques présentant un haut degré de symétrie par rapport aux axes polaires de ces atomes, configurations qui sont de deux espèces, et que nous désignons par «*électronats*» et «*électronets*».

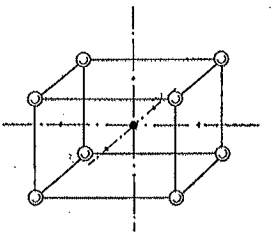
Les *électronats* sont des configurations électroniques se trouvant sur une demi-surface périphérique supérieure ou inférieure de l'atome, l'axe polaire de ce dernier étant placé verti-

calement. Chacune de ces deux demi-sphères est donc délimitée par le plan équatorial de l'atome. La fig. 3 représente l'atome de néon ; sur chaque demi-niveau L se trouvent 4 électrons fixés aux sommets d'un carré, qui forment un électronat que nous appelons *tétrat*. Pour la reproduction graphique commode des électronats, nous aplatissons chaque demi-sphère supérieure et inférieure, tout comme on aplatit en géographie les demi-mappemondes pour leur représentation plane.



Atome de néon vu en perspective.

Fig. 3. - Un tétrat électronique se trouve à chaque demi-niveau ou étage L.



Octet électronique au niveau L de l'atome de néon.

Fig. 4. - Huit électrons se trouvent aux sommets d'un prisme quadratique.

La fig. 4 montre l'atome de néon, réduit à ses 8 électrons périphériques, les deux demi-niveaux L étant aplatis.

Considérons en premier lieu les électronats qui peuvent se former aux niveaux intérieurs et périphériques des atomes isolés, non intégrés dans une molécule.

Il existe 4 espèces d'électronats présentant une structure particulièrement régulière et symétrique, que nous désignons par «*électronats fermés*». Ce sont : le monat, le tétrat, le novonat et l'hexadéquat ; fig. 5 à 10. Il existe en outre 3 espèces d'électronats d'un degré de symétrie moindre, appelés «*électronats de transition*» : le duat, le triat et le pentonat ; fig. 11 à 13. Tous les électronats ont une configuration symétrique par rapport à leur point central, par lequel passe l'axe polaire.

Ce qui nous intéresse plus particulièrement en stéréochimie, ce sont les électronats qui se forment aux niveaux périphériques

Fig. 5 à 10. - Electronats fermés.

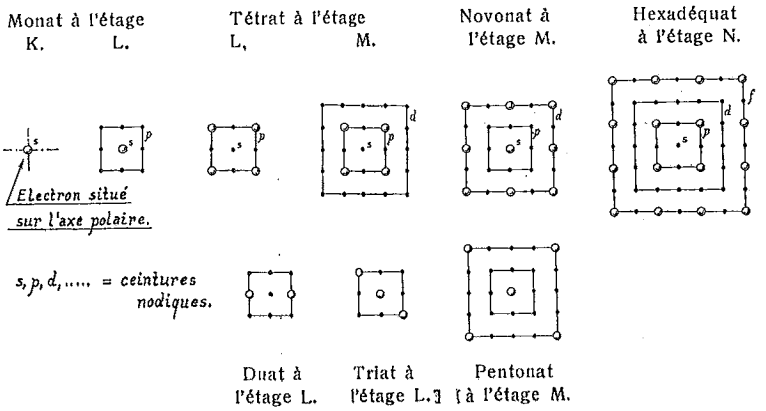


Fig. 11 à 13. - Electronats de transition.

des atomes lorsqu'ils se réunissent pour former les molécules. Ils sont au nombre de six, fig. 14 à 20 :

le *monat*, qu'on trouve uniquement au niveau nodique inférieur K des atomes, niveau le plus rapproché du noyau ;

le *duat*, qui peut se former au niveau suivant L ;

le *tétrat*, qui peut se former aux niveaux L, M, N, O, P et Q;

l'*hexat*, qui ne peut se former qu'aux niveaux M, N, O et P ; il en existe deux formes, fig. 17 et 18 ; enfin

l'*octat* et le *déquat*, qui se forment uniquement aux niveaux N et O.

Nous avons dit que les électronats étaient représentés dans nos figures par leurs formes aplaties ; mais en ce qui concerne

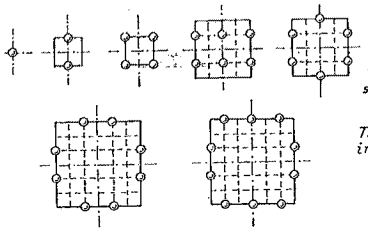


Fig. 14 à 20.
Electronats fermés aux demi-niveaux nodiques périphériques des atomes des gaz nobles et des atomes insérés dans les molécules.

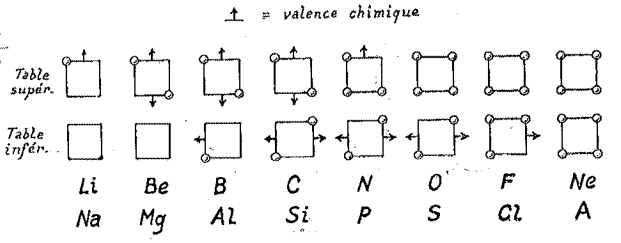


Fig. 21 à 28.
Répartition des électrons aux demi-niveaux nodiques périphériques ou tables chimiques des atomes des éléments de la 2e et 3e période, à leur état chimique normal.
(Chaque flèche représente une valence.)

les électronats périphériques, vous pouvez vous rendre compte, en inspectant les figures 14 à 20, qu'en somme seulement les réseaux nodiques correspondants sont aplatis, donc schématisés, car les électrons de chaque électronat se trouvent déjà exactement ou bien approximativement dans un seul plan, puisqu'ils sont situés à égale ou presque égale distance de l'axe polaire. Veuillez noter que le plan de chaque électronat est parallèle au plan équatorial de l'atome.

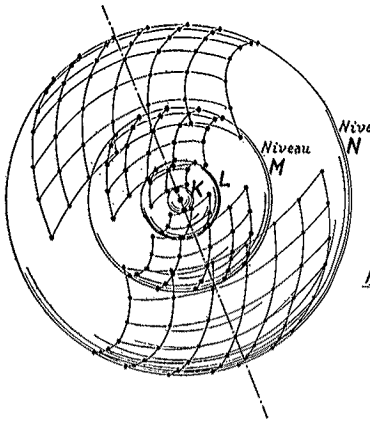


Fig. 29. - Forme réelle du champ atomique nodique de structure universelle. Vue en perspective.

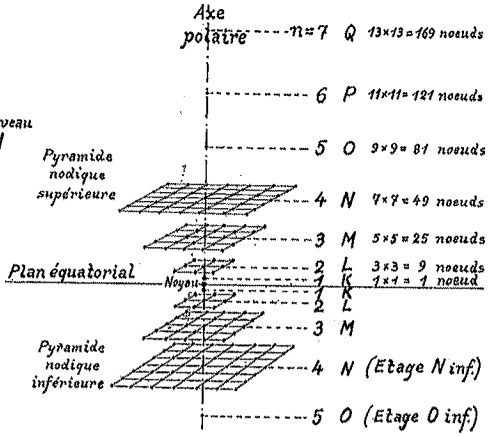


Fig. 30. - Réseau nodique schématisé. Vue en perspective, l'axe polaire étant placé verticalement.

Nous vous rappelons le mode de structure du réseau nodique de tous les atomes, que nous avions décrit dans notre précédente causerie. Le réseau nodique règle la formation des configurations électroniques dans les enveloppes atomiques. Il comporte, comme le fait voir la fig. 29 :

$1^2 = 1$ nœud à chaque demi-niveau K, niveau pour lequel le nombre quantique principal n est égal à 1 ;

$3^2 = 9$ nœuds à chaque demi-niveau L, pour lequel $n = 2$;

$5^2 = 25$ « « « « M, « « $n = 3$;

$7^2 = 49$ « « « « N, « « $n = 4$;

et ainsi de suite.

Les deux demi-réseaux nodiques, le supérieur et l'inférieur, nous les appelons «*pyramide nodique supérieure*» et «*pyramide nodique inférieure*».

Les nœuds perdent évidemment en intensité électromagnétique et en puissance de captation à mesure qu'on s'éloigne du centre de l'atome.

Les nœuds du champ nodique à l'intérieur d'un atome ne sont pas tous occupés par des électrons, loin de là. Ceci est dû, en partie du moins, aux forces de répulsion entre les électrons, qui tous portent la charge électrique négative — *e*. Voici par ex. les nombres maxima d'électrons aux niveaux successifs pour l'élément hypothétique «*luxon*», possédant 118 électrons, élément qui se trouve à la fin de la 7^{e} période, donc loin au-delà de l'uranium (voir fig. 200) :

A chaque demi-niveau	K	il y a un	monat,	comportant	$1^2 = 1$ électron;
» » »	L	» »	tétrat;		$2^2 = 4$ électrons;
» » »	M	» »	novonat;		$3^2 = 9$ électrons;
» » »	N	» »	hexadéquat;		$4^2 = 16$ électrons;
» » »	O	» »	hexadéquat;		$4^2 = 16$ électrons;
» » »	P	» »	novonat;		$3^2 = 9$ électrons;
» » »	Q	» »	tétrat;		$2^2 = 4$ électrons.

Cela fait un total de 59 électrons pour chaque pyramide nodique, et un total de 118 électrons pour tout l'atome ; le nombre de nœuds, par contre, est de 910.

Une règle qui est valable pour les atomes de tous les éléments, dit, que le nombre des électrons aux étages successifs augmente d'abord pour diminuer ensuite.

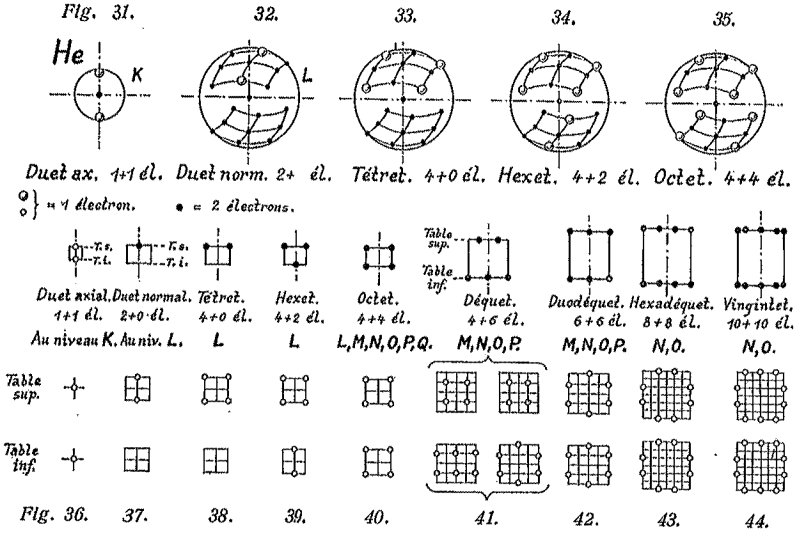
Veuillez noter que par «*niveau périphérique*» d'un atome nous comprenons le niveau le plus élevé de cet atome encore chargé au moins d'un électron.

Chaque demi-niveau sphérique périphérique s'appelle encore «*table chimique*» ou simplement «*table*». Chaque atome possède donc une table chimique supérieure et une table chimique inférieure.

Le pentonat, le novonat et l'hexadéquat ne se forment jamais aux niveaux périphériques des atomes.

Electronets.

Les *électronets* sont formés chacun par deux électronats, dont l'un se trouve à la table supérieure, et l'autre, à la table inférieure de l'atome. Il s'agit donc, en principe, de polyèdres géométriques aux sommets desquels sont fixés les électrons. Pour les deux atomes de la première période, c.-à-d. pour l'H et l'He, il n'existe qu'un seul électronet, le *duet axial*, composé de deux monats, fig. 31 et 36. Pour les atomes de la deuxième période, les électronets se composent de 2, de 4, de 6 ou de 8 électrons, et s'appellent *duet normal, tétret, hexet et octet*, fig. 32 à 35 et 37 à 40.



Electronets périphériques, intervenant en stéréochimie.

Fig. 31 à 35. - Electronets vus en perspective.

Fig. 36 à 44. - Electronets vus de face et vus en plan.

(Les deux tables de chaque atome sont vues de haut en bas)

Jusqu'à ce jour on ne connaissait que le duet axial et l'octet, et encore attribuait-on à ce dernier la forme cubique, alors qu'il possède en réalité la forme d'un prisme quadratique. Les connaissances acquises dans ce domaine étaient donc excessivement rudimentaires, et il est ainsi compréhensible qu'elles ne pouvaient être fécondes.

Pour les autres périodes existent, en dehors du tétret et de l'octet, encore les combinaisons suivantes (fig. 41 à 44) :

le *déquet*, 4 + 6 électrons ;
le *duodéquet*, 6 + 6 électrons ;
l'*hexadéquet*, 8 + 8 électrons ;
le *vingintet*, 10 + 10 électrons.

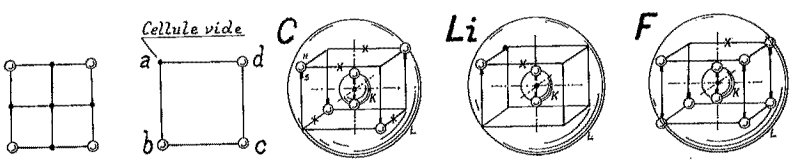
Les deux premiers peuvent se former aux niveaux M, N, O et P, les deux autres seulement aux niveaux N et O, ce qui est en rapport avec les étendues utiles des niveaux nodiques en question. Résumé :

Niveau périphérique.	Electronets capables de se former.						
K	2						
L	2	4	6	8			
M		4		8	10	12	
N		4		8	10	12	16	20
O		4		8	10	12	16	20
P		4		8	10	12	
Q		4		8			

Valence et liaison.

Considérons un électronat quelconque, par exemple un tétrat situé au demi-niveau périphérique L d'un atome, fig. 45.

Fig. 45. *46.* *47.* *48.* *49.*



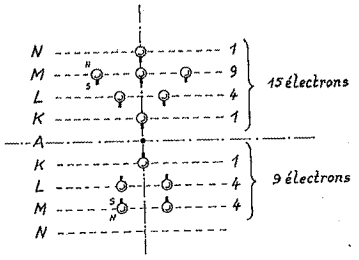


Fig. 50.

Fig. 50. - Edifice électronique de l'atome de chrome à son état fondamental. Spin : S = 15 — 9 = 6.

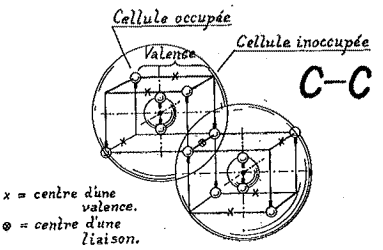


Fig. 51.

Fig 51. - Liaison chimique simple entre deux atomes de carbone.

Chaque nœud formant le sommet d'un électronat est appelé «*cellule*». Sur cette table L il y a donc 9 nœuds, mais seulement 4 cellules. Supposons qu'un électron soit enlevé, fig. 46 ; alors il y a 3 cellules occupées et une cellule non occupée ou vide, portant encore le nom de «*trou*». Ceci étant, la définition de la valence chimique s'énonce comme suit :

La valence est constituée par une cellule occupée et une cellule voisine vide de la même table ; ou bien : *par un électron périphérique et un trou voisin situés sur une même table.*

La cellule vide *a* fait donc une valence avec une des cellules voisines occupées *b* et *d*, mais non pas avec la cellule occupée *c*, car cette dernière n'est pas immédiatement voisine de *a*; la cellule vide *a* ne forme non plus une valence avec une cellule occupée de l'autre table de l'atome. Ces restrictions sont de rigueur et n'admettent pas d'exception.

Le Li, fig. 48, a une seule valence, parce que son unique électron forme une valence avec l'une ou l'autre des deux cellules voisines de la même table. Le F, fig. 49, a également une seule valence, car sa seule cellule vide fait une valence avec l'une ou l'autre des deux cellules occupées toutes proches de la même table. Le C, par contre, fig. 47, possède 4 valences, car il y a à chaque table 2 cellules occupées et 2 cellules vides.

Le milieu de l'arête *ab* de la valence V, fig. 46, est le «*centre*» de la valence. Nous marquons les centres des valences aux figures par de petites croix.

Les centres des 4 valences de l'atome de C, fig. 47, se trouvent aux sommets d'un tétraèdre pratiquement équilatéral, qui est le tétraèdre carbonique de la stéréochimie usuelle.

Si nous réunissons le centre d'un atome au centre d'une de ses valences, nous obtenons l'orientation et la direction de cette valence ; chaque valence chimique, en effet, est orientée et dirigée. Cette propriété de la valence est fort importante ; elle joue un rôle de premier ordre dans la formation des molécules et ne peut donc pas être négligée en stéréochimie.

Après avoir donné la définition de la valence chimique, nous donnons celle de la liaison chimique :

La liaison chimique entre deux atomes consiste dans la communauté de deux cellules occupées.

Il s'agit ici de la liaison normale de contact. Nous ne parlons pas aujourd'hui des liaisons cristallines, qui normalement consistent dans la communauté d'une seule cellule occupée.

Donc, lorsque deux valences appartenant à deux atomes se superposent de façon que la cellule vide de l'un coïncide avec la cellule occupée de l'autre, et vice-versa, la soudure entre les deux atomes est parfaite, fig. 51 ; une liaison toute naturelle est établie entre les deux atomes. On ne pourrait, certes, concevoir une manière d'assemblage entre atomes plus simple et plus logique que celle que nous venons d'indiquer.

Le fait que toutes les valences sont orientées et dirigées, impose des orientations réciproques normales aux deux atomes reliés ensemble par une liaison. Dans le cas de la fig. 51, p. ex., les droites qui relient le centre de la liaison aux centres des deux atomes se trouvent dans le prolongement l'une de l'autre. Sous l'effet de forces moléculaires internes ou de forces extérieures les deux atomes peuvent basculer l'un par rapport à l'autre autour de leur arête de liaison commune.

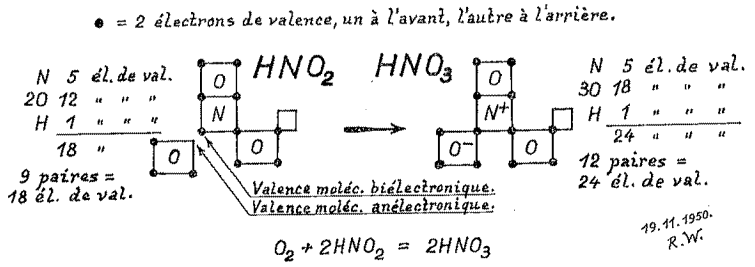


Fig. 52. - Molécule d'acide nitreux et atome d'oxygène. Stéréomodèles d'usage courant.

Fig. 53. - Molécule d'acide nitrique. Stéréomodèle d'usage courant.

Il y a une seconde manière de réalisation d'une liaison normale de contact. Deux cellules occupées voisines d'un atome peuvent se superposer à deux cellules voisines vides d'un autre atome. Fig. 52. Dans ce cas les deux valences sont de nature dif-

férente : l'une s'appelle «*valence biélectronique*», car elle est constituée par 2 électrons, l'autre «*valence anélectronique*», car elle est constituée par 2 cellules vides. Ces deux valences portent encore le nom de «*valences moléculaires*», et la liaison est désignée par «*liaison moléculaire*». Tout se passe comme si — avant la réunion des deux atomes — un électron avait quitté l'un d'eux pour se fixer à l'autre, et qu'une liaison normale de contact s'était ensuite établie entre les deux atomes. L'un de ces derniers est donc un ion positif, l'autre un ion négatif, si bien que la liaison est consolidée par une attraction électrostatique réciproque, appelée «*liaison électrique*» ou «*liaison ionique*». La molécule d'acide nitrique, par exemple, peut être considérée comme résultant de l'établissement d'une liaison ionique entre un atome d'O et une molécule d'acide nitreux, fig. 53.

Une liaison ionique pareille existe dans la molécule O_3, fig. 112. La vraie structure de cette molécule n'était pas encore connue jusqu'à ce jour malgré son extrême simplicité.

Nous signalons la nécessité de faire régulièrement, lors de l'établissement de la structure stéréochimique d'un édifice moléculaire, la *balance* du nombre des électrons périphériques ou électrons de valence, en procédant comme suit : On détermine en premier lieu le total des électrons de valence des différents atomes constitutifs ; pour l'acide nitrique, par ex., fig. 53, nous avons ainsi le tableau :

N, 5 électrons de valence ;
3 O, 18 électrons de valence ;
H, 1 électron de valence,

ce qui fait un total de 24 électrons. Or, chaque point noir du stéréomodèle représente deux électrons, dont un se trouve à l'avant-plan, l'autre à l'arrière-plan ; il y a donc en tout, dans le stéréomodèle proposé pour l'acide nitrique, $12 \times 2 = 24$ électrons de valence, ce qui correspond au chiffre total du tableau.

Pour toutes les molécules indistinctement nous établirons la balance des électrons périphériques pour gagner la certitude qu'il n'y a pas erreur dans l'établissement de leurs stéréomodèles.

En 1919 *Lewis* et *Langmuir* développaient une théorie dans laquelle ils admettaient l'atome statique, dans lequel les électrons ne contournent pas le noyau sur des orbites circulaires ou elliptiques, mais restent en repos en des points déterminés, et forment des constellations stables dans la région proche du noyau ; ils admettaient la liaison biélectronique et l'octet électronique de forme cubique. Les conceptions de *Lewis* et *Langmuir* peuvent donc être considérées comme représentant le fondement de la théorie nodique. La théorie de l'atome statique avec la conception de l'octet cubique eut, à l'époque, un grand retentissement. Plus tard, en 1921, elle reçut un élargissement intéressant, lorsque *J. J. Thomson* publiait une étude dans laquelle il admettait l'existence dans les molécules, en dehors de l'octet, encore d'autres polyèdres électroniques stables. Mais malheureusement les conceptions de *Thomson* restaient encore fort incomplètes, et ainsi ni lui, ni ses disciples, ne parvenaient à résoudre tout l'ensemble des problèmes posés.

Lorsqu'on se reporte à la forme structurale du duet axial, fig. 31 et 36, et à la forme structurale de l'atome d'H, fig. 55,

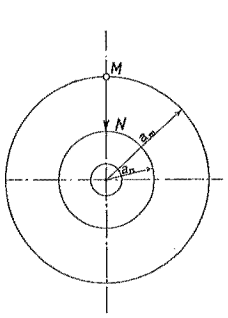


Fig. 54.

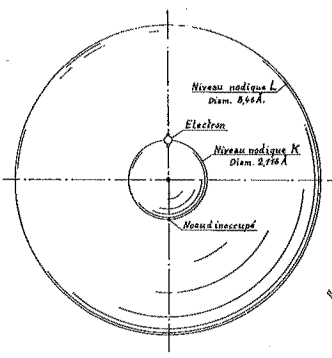


Fig. 55.

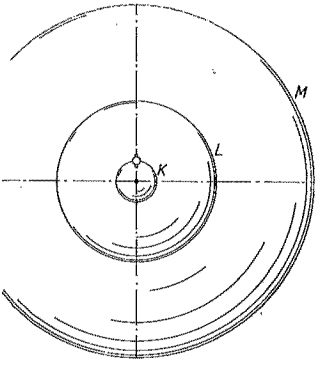


Fig. 56.

Fig. 54. - Chute d'un électron du niveau M au niveau N, chute ou saut qui est à l'origine de l'émission d'une onde photonique de nature électromagnétique. A chaque saut nodique correspond l'absorption ou l'émission d'un quantum d'énergie électromagnétique.

Fig. 55. - Atome d'hydrogène à son état fondamental, avec indication des diamètres en valeurs absolues de ses deux premiers niveaux nodiques K et L.

Fig. 56. - Ion positif d'hélium, représenté à la même échelle que l'atome d'H de la figure précédente

on peut se demander comment la molécule H_2 puisse se former. Mais la difficulté disparaît, si l'on tient compte de ce que deux champs électromagnétiques vibratoires voisins se percent mutuellement, se superposent, et subissent par conséquent une déformation appréciable. Ce n'est que près du noyau, à l'intérieur de l'édifice électronique de chaque atome, que la perturbation est peu importante. Les nœuds situés à l'extérieur des édifices électroniques, par contre, et dans une certaine mesure aussi ceux situés aux niveaux périphériques, perdent de leur netteté, ils se déploient, deviennent diffus, si bien que les électrons ont une certaine latitude relative à leur endroit de fixation. Dans la molécule H_2, fig. 59, et dans les autres composés de l'H, les électrons peuvent ainsi s'écarter sensiblement de l'axe polaire de l'atome.

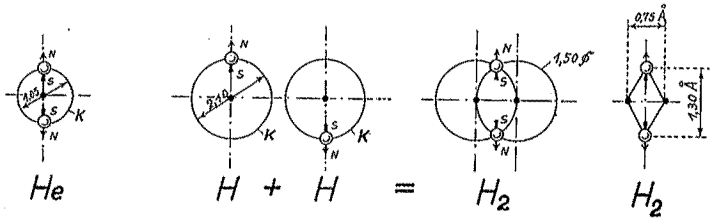


Fig. 57. *Fig. 58.* *Fig. 59.* *Fig. 60.*

Fig. 57. - Atome d'hélium, comportant un duet électronique.
Fig. 58. - Deux atomes d'hydrogène.
Fig. 59 et 60. - Molécule d'hydrogène, comportant un duet électronique.

On a trouvé expérimentalement que la distance entre les noyaux dans la molécule H_2 est égale à 0,75 Å, fig. 60.

Dans la molécule LiH, fig. 61 à 65, un duet électronique normal se trouve à la fois au niveau K de l'H et au niveau L du Li.

J'anticipe en vous faisant savoir qu'un tel duet existe également là, où jusqu'à présent on admettait la présence d'une liaison triple.

Dans la molécule de l'hydrure du bore BH_3 se trouve un duat et un tétrat, qui forment ensemble un hexet, fig. 66 et 67. Il existe un grand nombre d'hydrures plus compliqués du bore. Le problème de leur structure a intrigué un grand nombre de

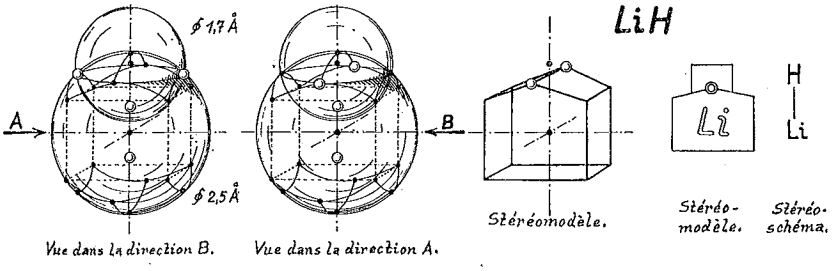


Fig. 61. *Fig. 62.* *Fig. 63.* *Fig. 64 et 65.*

Structure stéréochimique de la molécule LiH selon la théorie nodique. La molécule possède un duet électronique normal.

savants, mais il est resté non résolu jusqu'à ce jour. L'explication de leur structure se trouve dans une propriété particulière et curieuse de l'atome de B, qui ne se rencontre pour aucun autre élément ; cette propriété s'explique par la grande simplicité de structure de cet atome, qui est le 3e dans la deuxième période. En effet, les 4 atomes de deux groupes B-H, fig. 68,

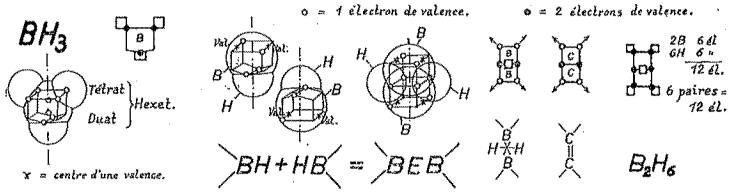


Fig. 66. *67.* *68.* *69.* *70.* *71.* *72.*

Fig. 66 et 67. - Molécule BEH. Hydrure le plus simple du bore.

Fig. 68. - Deux groupes BH, comportant chacun 2 valences libres.

Fig. 69 et 70. - Groupe BEB, comportant 4 valences libres situées dans un même plan.

Fig. 71. - Groupe C=C, comportant 4 valences libres situées dans un même plan.

Fig. 72. - Hydrure du bore B_2E_3.

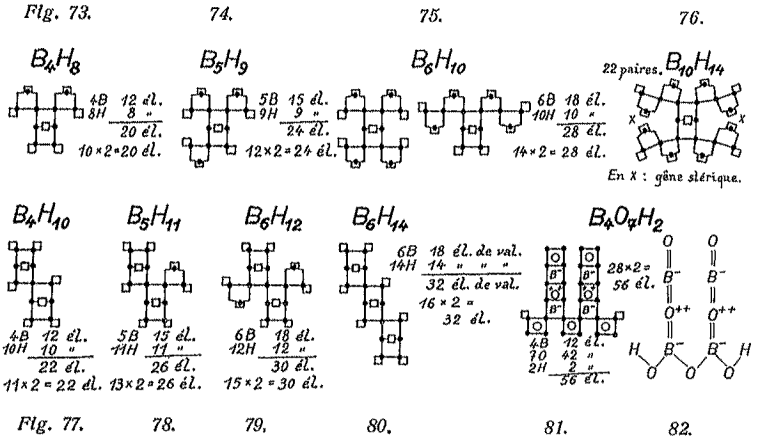
(Nous représentons par le symbole E deux atomes d'H situés sur une même table.)

peuvent se fixer tous les 4 à un seul tétrat électronique, comme le fait voir la fig. 69, alors que normalement un tétrat ne retient que 2 seuls atomes. Les deux groupes BH se soudent donc ensemble pour parfaire le nouveau groupe compact BHHB ou BEB, fig. 69 et 70, possédant 4 valences ouvertes, qui se trouvent dans un même plan tout comme les 4 valences ouvertes du groupe $>C=C<$, fig. 71, dans lequel les 2 atomes de C sont

reliés ensemble par une liaison double. La fig. 72 représente la structure stéréochimique de l'hydrure B_2H_6.

Beaucoup d'atomes portent, dans les molécules, deux atomes d'H sur une même table. Ce groupe de 2 atomes d'H nous l'appelons «*dihydrogène*» et nous le représentons par le symbole E (voir p. ex. fig. 2). C'est ainsi que la formule de structure de l'hydrure B_2H_6 peut s'écrire : EBEBE ou B_2E_3.

Presque tous les hydrures du B possèdent un ou plusieurs groupes BEB. Les fig. 66, 72 et 73 à 80 représentent les struc-



Structures géométriques des hydrures du bore et de l'acide pyroborique. Stéréomodèles d'usage courant.

tures géométriques des molécules de tous les hydrures connus de cet élément. On constate qu'il existe deux formes isomères pour le composé B_6H_{10}, fig. 75. Une molécule B_5H_6 qu'on a cru avoir observée, ne peut pas se former, car elle est irréalisable sur la base de la structure géométrique des atomes constitutifs. Par contre nous prévoyons l'existence d'un composé B_3H_7.

Liaison triple.

On connaît deux oxydes du C, le CO et le CO_2. Pour CO on écrit $C \equiv O$, et pour CO_2 : $O = C = O$. Dans les deux cas le C aurait donc le même nombre de valences, qui est de 4. Mais l'O serait tétravalent dans le premier cas et bivalent dans le second.

Ce dernier élément posséderait donc deux états chimiques différents. Un autre mode d'explication consisterait à attribuer deux états chimiques au C, l'état bivalent et l'état tétravalent, et un seul à l'O, l'état bivalent. En chimie classique on admet la première manière de voir ; nous allons cependant montrer que la seconde est la vraie, que de plus la liaison triple n'existe pas et que dans les cas où on l'admet jusqu'à présent dans les composés du C, on a affaire à un atome de C bivalent.

Rappelons à ce sujet que *J. Billitzer* a déjà admis en 1904 la bivalence du C dans l'oxyde de C et dans l'acétylène, et qu'il a défendu énergiquement sa thèse.

Le chimiste d'aujourd'hui, certes, ne peut que difficilement se faire à l'idée que la notion de triple liaison, considérée comme une acquisition solidement établie en science, soit une notion fausse. Et pourtant il en est bien ainsi.

Un point singulier relatif à la notion de triple liaison, qui fait déjà réfléchir au sujet de son existence, est que la liaison triple n'est admise que pour deux seuls des 92 éléments : pour le C et pour l'N. La double liaison, par contre, on la rencontre pour *chaque* élément comportant plus d'une valence ; alors pour quelles raisons la triple liaison ne se formerait-elle pas pour tous les éléments ayant au moins trois valences ?

Selon les principes de la théorie nodique, la liaison triple ne peut s'établir pour aucun élément de la deuxième période par suite du nombre limité de cellules au niveau extérieur de ces atomes et de la forme sphérique de ce niveau. Le mode particulier d'assemblage qui existe là où on l'admettait jusqu'à présent, n'intervient pas seulement pour le C et l'N, mais pour tous les éléments de la deuxième période comportant moins de 6 électrons périphériques, c.-à-d. pour le Li, le B, le C et l'N. D'un autre côté, si vous vous reportez au tableau ci-dessous (p. suiv.), qui représente le nombre des valences actives qu'on admet pour les différents éléments, vous constaterez que la plupart des éléments peuvent comporter plusieurs états chimiques. Pourquoi serait-il défendu au C de comporter deux états chimiques différents ?

D'après les nouvelles conceptions le C peut être bivalent et tétravalent, et l'oxygène est uniquement bivalent. Quant à ce dernier élément, il lui est matériellement impossible d'être tétravalent. A son état ionisé il peut l'être, mais non pas à son état neutre qui seul vient ici en ligne de compte. Si l'on admet la possibilité de la bivalence pour le C et le seul état bivalent pour l'O, alors tous les phénomènes observés s'expliquent aisément. Le C à son état chimique bivalent, nous l'appelons «*carbone cyanique*».

Nombre des valences normales des 18 premiers éléments à leur état électriquement neutre.

No. pér.	Z		Selon les anciennes conceptions	Selon la théorie nodique	
I.	1	H	1	1	1 = limite pour la période I.
	2	He	0	0	
II.	3	Li	1	1	4 = limite pour la période II.
	4	Be	2	2	
	5	B	3	3	
	6	C	4	**2** 4	
	7	N	3 **5**	**1** 3	
	8	O	2 **4**	2	
	9	F	1	1	
	10	Ne	0	0	
III.	11	Na	1	1	6 = limite pour la période III.
	12	Mg	2	2	
	13	Al	3	3	
	14	Si	4	4	
	15	P	3 5	3 5	
	16	S	2 4 6	2 4 6	
	17	Cl	1 3 **4** 5 **7**	1 3 5	
	18	A	0	0	

Les propriétés du champ nodique nous conduisent à admettre qu'il existe dans le C cyanique un duat électronique à l'une de ses tables, fig. 83 à 85 ; les deux électrons de ce duat sont disposés symétriquement par rapport à l'axe atomique, dans un plan parallèle à deux faces latérales du prisme, et leur configuration possède de ce fait une stabilité suffisante. Il ne reste donc que les deux valences actives de l'autre table.

La non-possibilité pour l'atome d'O, d'autre part, d'acquérir un état dans lequel il serait tétravalent, est reconnue comme toute évidente, lorsqu'on se reporte au modèle structural de cet atome, fig. 26 et 110. Par comparaison avec le S, qui est de la même famille, on a voulu lui attribuer un état tétravalent en dehors de l'état bivalent normal. Pour le S un état tétravalent peut s'établir, fig. 138, étant donnée la grande étendue de ses

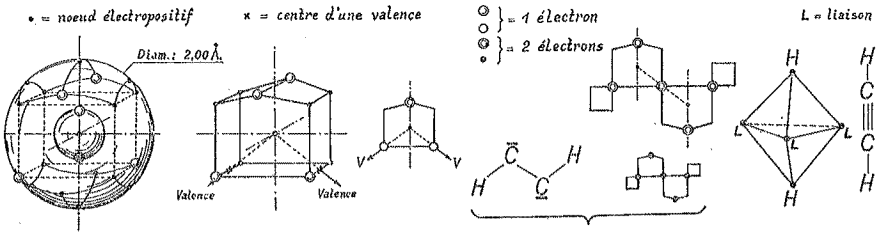


Fig. 83. *84.* *85.* *86.* *87.*

Fig. 83 à 85. - Structure stéréochimique de l'atome de carbone bivalent, comportant un duet électronique à la table supérieure.

Fig. 86. - Stucture stéréochimique de la molécule d'acétylène d'après les nouvelles conceptions (stéréomodèles et stéréoschéma).

Fig. 87. - Structure stéréochimique de la molécule d'acétylène d'après les conceptions adoptées en chimie classique, structure non exacte.

tables au 3e niveau M, sur chacune desquelles il y a 25 nœuds, dont 9 sont des cellules. Les tables de l'atome d'O, d'autre part, situées au 2e niveau L, ne possèdent que 9 nœuds et 4 cellules. C'est ainsi qu'il s'explique que le S peut être tétravalent et même hexavalent, fig. 139, selon la constellation qu'adoptent les électrons périphériques.

Le phénomène de l'apparition d'un duat électronique à l'une des tables d'un atome, phénomène qui se produit — comme nous l'avons vu — pour le Li et le B, se produit donc aussi pour le C, et nous allons voir qu'il se produit également pour l'N.

Lorsqu'un duat se forme à l'une des tables de l'atome d'N, cet atome perd 2 de ses 3 valences et devient monovalent, fig. 88 à 90. Cet élément possède donc deux états chimiques différents : l'état monovalent et l'état trivalent. Pour les mêmes raisons que nous avons indiquées pour l'impossibilité de la tétravalence de l'O, l'N à l'état neutre ne peut jamais être pentavalent.

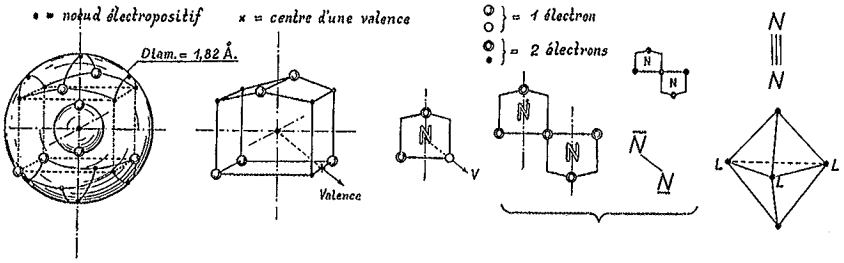


Fig. 88. *89.* *90.* *91.* *92.*

Fig. 88 à 90. - Structure stéréochimique de l'atome d'azote monovalent, comportant un duat électronique à la table supérieure.

Fig. 91. - Structure stéréochimique de la molécule d'azote N_2 selon la théorie nodique (stéréomodèles et stéréoschéma).

Fig. 92. - Structure stéréochimique de la molécule d'azote d'après les conceptions adoptées en chimie classique, structure non exacte.

La fig. 91 représente la structure géométrique de la combinaison entre deux atomes d'«*azote cyanique*» ; il s'agit de la molécule d'azote atmosphérique N_2. Chaque atome dans cette molécule possède un hexet électronique.

Les fig. 97 à 102 représentent les structures géométriques d'autres molécules renfermant des atomes de C et d'N cyaniques.

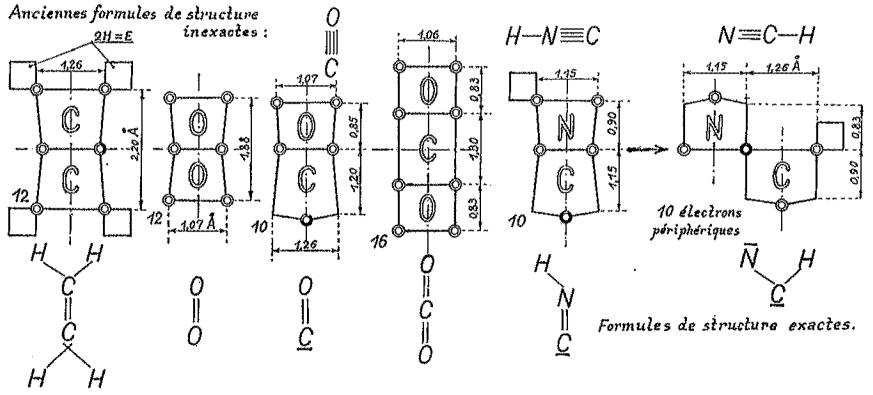


Fig. 93 *94.* *95.* *96.* *97.* *98.*

C_2H_4 O_2. CO. CO_2. CNH. NCH.

Dimensions absolues approximatives de quelques édifices stéréochimiques, basées sur les résultats d'expériences de diffraction électronique.

Remarque. — Nous estimons que les erreurs dans les dimensions absolues se trouvent dans les limites de $\pm$ 10 %. L'exactitude est en tout cas largement suffisante pour la bonne représentation dans l'espace à trois dimensions des édifices moléculaires et pour l'étude des phénomènes d'isomérie, d'activité optique, d'empêchements stériques et de gênes stériques.

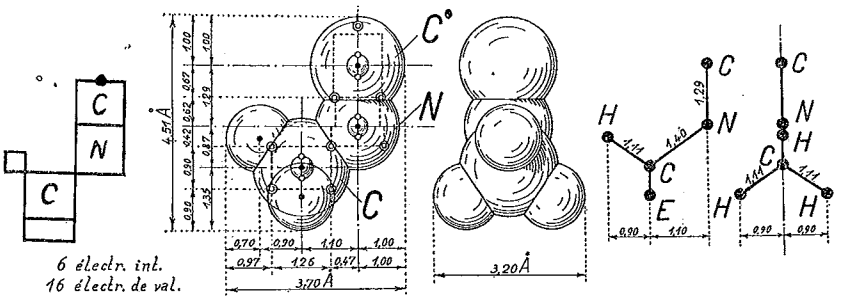


Fig. 99. *100.* *101.* *102.*

Structure stéréochimique intégrale de la molécule d'isocyanure de méthyle C•N CEH. Les deux dernières figures servent de base à l'étude des phénomènes d'oscillations et de vibrations moléculaires; elles représentent le „stéréomodèle d'oscillations et de vibrations" de la molécule.

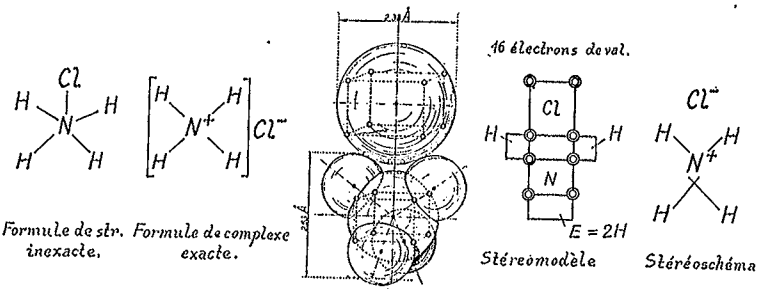
Ions atomiques.

Lorsqu'un atome devient *ion négatif* par suite de l'appropriation d'un électron étranger, le nombre de ses valences augmente-t-il ou diminue-t-il ? Eh bien, cela diffère selon que l'élément considéré se trouve dans la première ou dans la seconde moitié d'une période.

Considérons par exemple l'atome de magnésium, fig. 22, deuxième atome dans la 3e période ; il possède deux électrons extérieurs. La figure représente la table supérieure et la table inférieure de l'atome, chaque table étant vue de haut en bas. Une cellule occupée et une cellule voisine vide forment ensemble une valence. Si l'atome de Mg accapare un électron étranger, il possède 3 électrons extérieurs et comporte de ce fait 3 valences, tout comme l'élément suivant, l'Al.

Si nous considérons le silicium, fig. 24, ou l'un des atomes qui le suivent, le nombre des valences *diminue* d'une unité, lorsque l'atome acquiert un électron supplémentaire. Si par exemple l'unique cellule vide du chlore, fig. 27, retient un électron étranger, l'atome devient ion négatif et acquiert la configuration de l'argon, donc d'un atome entouré d'un octet complet, démuni de toute valence. Un tel atome de Cl existe par exemple dans la molécule de chlorure d'ammonium NH_4Cl, fig. 103 à 107, dont la formule doit en réalité s'écrire : $^{+}NH_4Cl^{-}$; l'N y est un ion positif, le Cl, un ion négatif. C'est d'ailleurs là la formule de

constitution attribuée à ce corps par beaucoup de chercheurs, fig. 104.



Formule de str. inexacte. *Formule de complexe exacte.* *Stéréomodèle* *Stéréoschéma*

Fig. 103. *104.* *105.* *106.* *107.*

Structure stéréochimique de la molécule de chlorure d'ammonium.

L'inverse a lieu, lorsqu'un atome devient *ion positif* par suite de la perte d'un électron. Les éléments qui précèdent l'N et le P fig. 25, perdent une valence ; ceux qui suivent le C et le Si, fig. 24, acquièrent une valence supplémentaire. C'est ainsi que l'ion positif N^+ possède encore 4 électrons périphériques au lieu de 5 et que sa structure est devenue analogue à celle du C ; il peut par conséquent retenir 4 atomes monovalents, comme c'est le cas dans la molécule $^+NH_4Cl^-$.

Il y a encore une particularité qu'il nous faut relever au sujet de ce composé $^+NH_4Cl^-$. Un ion Cl^- y est retenu au reste de la molécule par rien qu'une simple force d'attraction électrostatique entre ions de signes contraires. Cette force d'attraction représente une *seconde espèce de liaison chimique* (en dehors de la liaison normale biélectronique de contact), qui s'appelle «*liaison électrique*» ou «*liaison ionique*». Nous la représentons aux formules de structure tout simplement par les signes + et − appliqués aux atomes-ions en question, et non par un trait de liaison. Ce mode de représentation de la liaison électrique s'explique par la difficulté de sa représentation par traits dans le cas où une molécule comporte plusieurs atomes-ions positifs et négatifs ; il y a alors attraction entre tous les ions de signes contraires et répulsion entre tous les ions de même signe.

Il n'existe que deux seules espèces de liaisons chimiques : la liaison biélectronique de contact et la liaison ionique d'attraction électrostatique. Les cas où un atome ou un radical est rat-

taché au reste de la molécule uniquement par une liaison ionique, sont extrêmement rares.

Lorsqu'un atome d'O perd un de ses électrons, il devient trivalent comme l'N, fig. 111. Un tel atome-ion positif existe par exemple dans la molécule O_3, fig. 112.

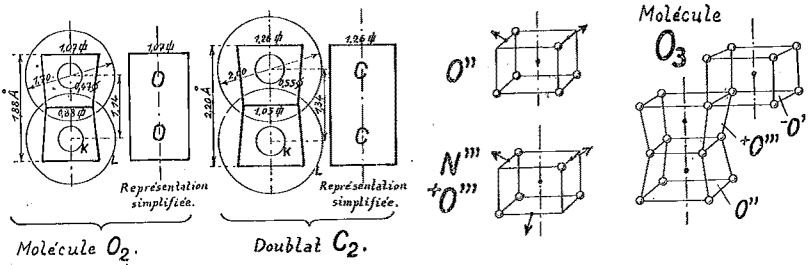


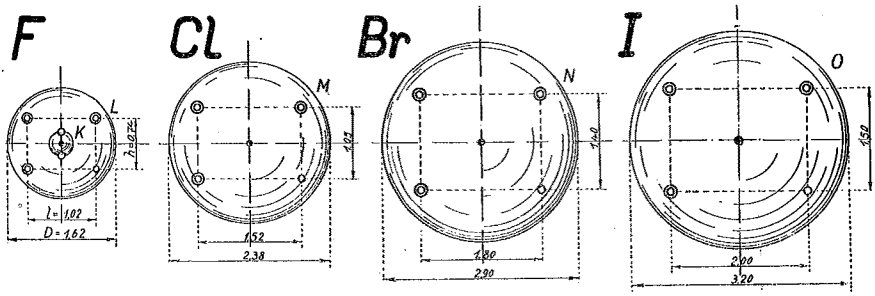
Fig. 108. *109.* *110 et 111.* *112.*

Fig. 108 et 109. - Dimensions absolues de la molécule d'oxygène et du doublat carbonique.

Fig. 110 et 111. - Structure stéréochimique de l'atome d'O et de l'ion positif d'O, cette dernière étant identique à celle de l'atome d'azote.

Fig. 112. - Structure stéréochimique de la molécule d'ozone selon la théorie nodique. La molécule renferme un ion d'O positif tétravalent (comportant une valence ionique) et un ion d'O négatif bivalent (comportant également une valence ionique).

Les deux électrons formant une liaison normale de contact entre deux atomes peuvent retenir ces atomes avec des forces égales ou inégales. Dans les liaisons placées symétriquement dans l'édifice moléculaire, comme par exemple dans O_2, N_2, $H_3C—CH_3$, les deux électrons centraux appartiennent évidemment autant à l'un qu'à l'autre atome. Il n'en est pas ainsi dans



9 *17* *35* *53*

Fig. 113. *114.* *115.* *116.*

Structure et dimensions absolues des atomes de F, Cl, Br et I à leur état chimique normal. (Voir la remarque auprès des fig. 93 à 98).

tous les autres cas, de sorte qu'il y a alors polarité électrique locale. Les effets de cette polarité entre deux atomes déterminés d'une molécule de structure compliquée se transmettent tout le long des chaînes normales ou cycliques, et cela généralement avec une intensité variant en zigzag, en conformité à la forme en zigzag des chaînes.

Phosphore, soufre, chlore.

Les fig. 117 à 168 représentent les structures stéréochimiques des atomes de P, de S et de Cl et celles d'un certain nombre de composés de ces trois éléments. Les figures sont tellement

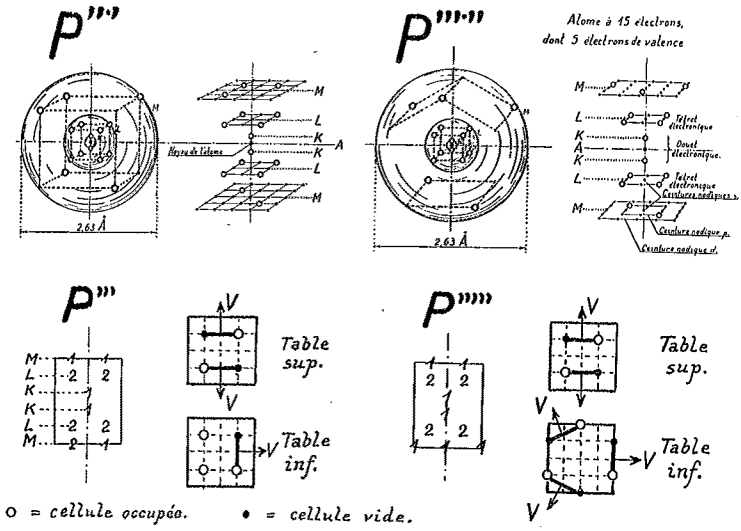


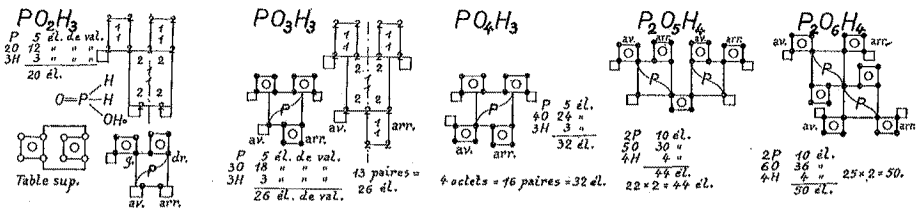
Fig. 117 et 118.
Phosphore trivalent.

Fig. 119 et 120.
Phosphore pentavalent.

explicites, qu'il nous semble inutile dont donner de longues explications. Un cas intéressant est celui de la structure de l'acide sulfurique, fig. 151 à 155. La formule qu'on attribue à ce corps en chimie classique est exacte. Nous désignons par «*stéréoschéma*» une formule de structure plus explicite que la formule de structure usuelle ; elle montre comment les atomes sont en réalité disposés dans l'espace les uns par rapport aux autres (fig. 155). Nous reproduisons comme curiosité la représentation

que *Blomstrand* donnait de cette molécule en 1869, et celle de *Noyes* et *Sugden,* qui date de 1927 ; dans cette dernière, l'atome central de S est entouré d'un octet électronique, et 3 atomes de la molécule sont ionisés ; en réalité l'atome central est entouré d'un duodéquet électronique, et aucun atome n'est ionisé. *Kossel,* en 1916, avait proposé une autre formule, dans laquelle l'atome central était 6 fois ionisé positivement, les 4 atomes d'O, 2 fois ionisés négativement, et les 2 atomes d'H, de simples ions positifs.

Fig. 121. *122.* *123.* *124.* *125.*



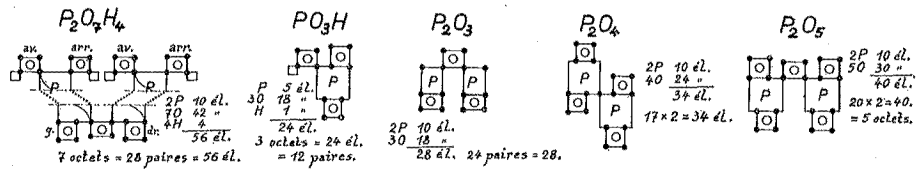


Fig. 126. *127.* *128.* *129.* *130.*

Fig 121. — Acide hypophosphoreux.
„ 122. — Acide phosphoreux.
„ 123 — Acide orthophosphorique.
„ 124. — Acide pyrophosphoreux.
„ 125. — Acide hypophosphorique.

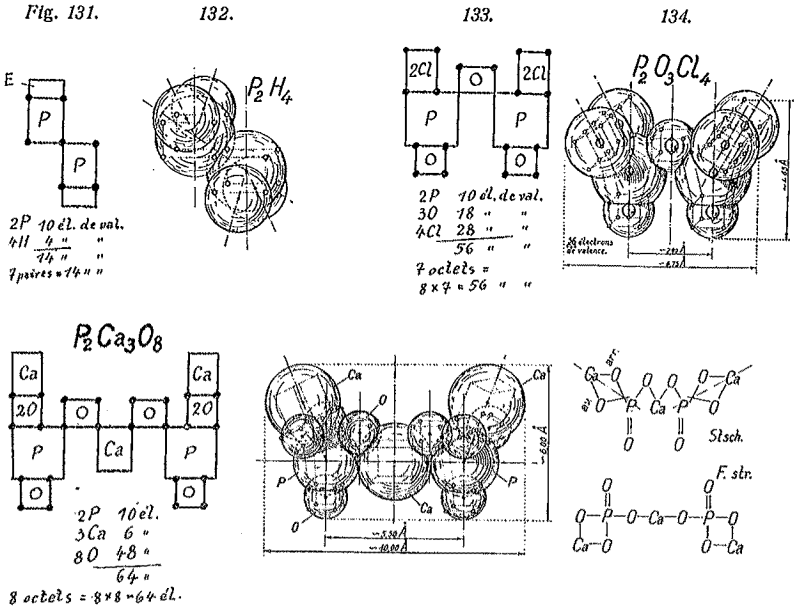
Fig. 126. — Acide pyrophosphorique.
„ 127. — Acide métaphosphorique.
„ 128. — Anhydride phosphoreux.
„ 129. — Anhydride hypophosphorique.
„ 130. — Anhydride phosphorique.

Spin atomique.

La liaison chimique n'est pas seulement d'ordre électrostatique, mais elle est encore, comme nous allons voir, d'ordre magnétique, et, de plus, en raison de la présence des champs électromagnétiques nodiques des atomes, encore d'ordre électromagnétique.

La nature de la soudure chimique entre atomes n'est donc pas aussi simple qu'on ne le suppose généralement.

Les phénomènes magnétiques dans les atomes et les molécules ont été l'objet de nombreuses recherches, qui jusqu'à présent n'ont pas abouti à des résultats satisfaisants. Même des questions de tout premier ordre sont restées ouvertes. Nous n'avons pas la prétention d'apporter l'entière solution de ce



Edifices stéréochimiques de quelques composés du phosphore.

Fig. 131 et 132. — Phosphure d'hydrogène.
Fig. 133 et 134. — Chlorure de pyrophosphoryle.
Fig. 135 à 137. — Phosphate tricalcique.

problème épineux, mais nous sommes heureux d'avoir réussi à trouver une nouvelle base d'explication, qui présente la précieuse qualité d'être simple et logique, et de s'ajuster dans le cadre de la théorie nodique.

Nos recherches théoriques nous ont fait découvrir une relation étroite entre les propriétés magnétiques essentielles des atomes et des molécules, et leurs structures géométriques telles qu'elles répondent aux principes de la théorie nodique.

L'origine de tous les phénomènes magnétiques dans la nature se trouve dans les propriétés magnétiques des particules

Fig. 138.
Soufre tétravalent

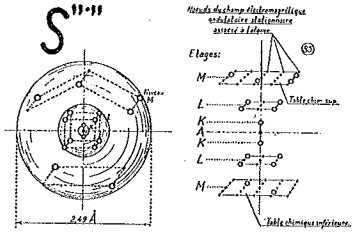
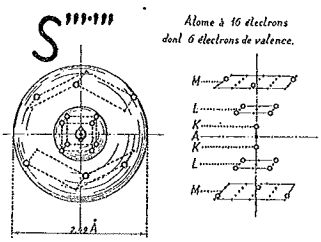
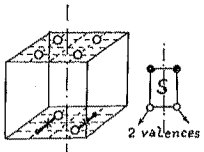


Fig. 139.
Soufre hexavalent



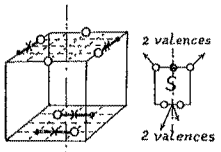
○ = cellule occupée.
o = 1 électron de valence.

• = cellule vide.
• = 2 électrons de valence.



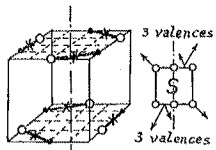
Soufre bivalent.

Fig. 140.



Soufre tétravalent.

Fig. 141.

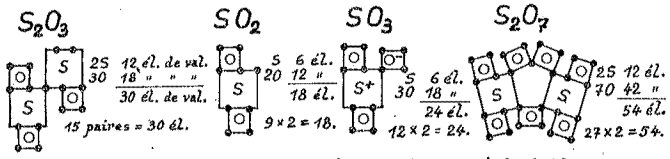


Soufre hexavalent.

Fig. 142.

élémentaires constituant les noyaux et les enveloppes des atomes. Nous ne considérons pas aujourd'hui les phénomènes magnétiques provenant du magnétisme des nucléons, mais uniquement ceux relevant du magnétisme des électrons.

Fig. 143. *144.* *145.* *146.*



Sesquioxyde de soufre. *Anhydride sulfureux.* *Anhydride sulfurique.* *Anhydride persulfurique.*

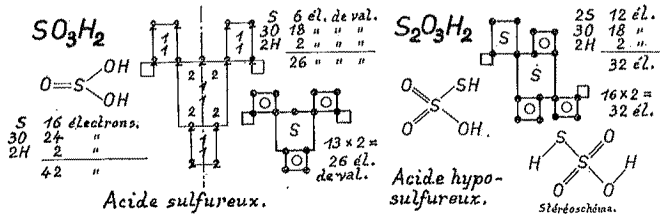
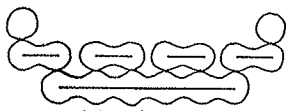
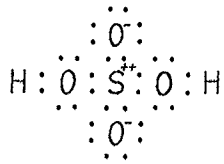


Fig. 147. *Fig. 148.*

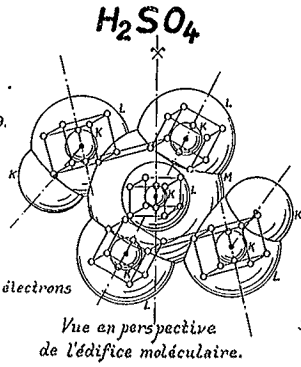
Stéréomodèles de quelques composés du soufre.
(Comparer la structure de SO_3 à celle de O_3, fig. 112.)



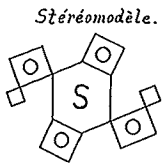
Représentation de Blomstrand, 1869.



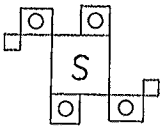
Représentation de Noyes et Sugden, 1927.



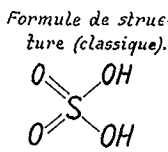
Vue en perspective de l'édifice moléculaire.



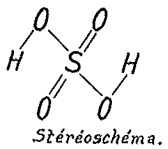
Stéréomodèle.



Stéréomodèle simplifié.



Formule de structure (classique).



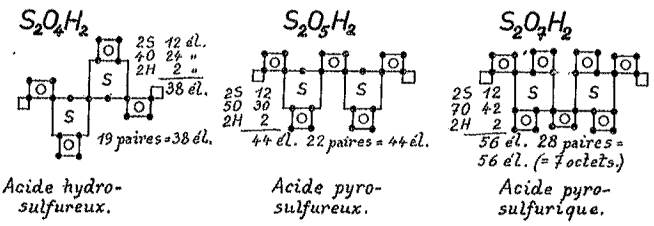
Stéréoschéma.

Fig. 149 et 150. 151. 152 et 153 154 et 155.

Structure stéréochimique de la molécule d'acide sulfurique.

Chaque électron possède en dehors de sa masse m et de sa charge électrique $-e$ encore un moment magnétique $\mu = 9{,}21 \cdot 10^{-21}$ gauss.cm, appelé «magnéton de Bohr». Chaque électron est donc un petit aimant avec un pôle nord et un pôle sud. Par suite de son moment magnétique, l'électron possède une quantité de mouvement rotative ou «spin» égale à $5{,}27 \cdot 10^{-28}$ erg. sec ; on la pose généralement égale à $1/2$, en unités $h/2\pi$; pour la simplification de notre exposé nous la posons égale à 1, en unités $h/4\pi$.

Fig. 156. 157. 158.



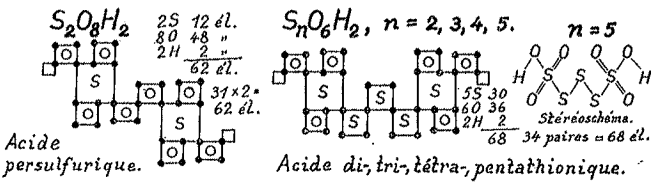


Fig. 159. 160.

Stéréomodèles de quelques composés du soufre.

Les électrons ne possèdent donc pas la symétrie sphérique qu'on leur attribuait autrefois, mais ils sont dotés d'un axe-vecteur.

Nous nous sommes posé la question suivante:.

Quelle orientation magnétique les électrons adoptent-ils dans les édifices atomiques? Nos recherches nous ont fait découvrir à ce sujet ce qui suit :

Considérons un atome isolé d'un élément quelconque à son état fondamental, état dans lequel l'atome possède la plus faible énergie possible ; alors

1°, les axes des électrons ne sont pas orientés d'une façon quelconque, ni situés sur des droites passant par le centre de l'atome, mais ils sont tous parallèles entre eux et à l'axe polaire;

2°, les axes de tous les électrons situés dans l'une des pyramides nodiques sont parallèles, les axes de tous ceux situés dans l'autre, antiparallèles à l'axe polaire considéré comme un vecteur.

Nous ignorons encore lequel des deux pôles, le nord ou le sud, est dirigé vers le plan équatorial. Cette question est d'ailleurs de second ordre, elle peut nous laisser indifférents pour le moment ; admettons, pour fixer les idées, que ce soit le pôle sud. A la fig. 58, par exemple, qui représente deux atomes d'hydro-

Fig. 161. Chlore monovalent. *162.* Chlore trivalent. *163.*

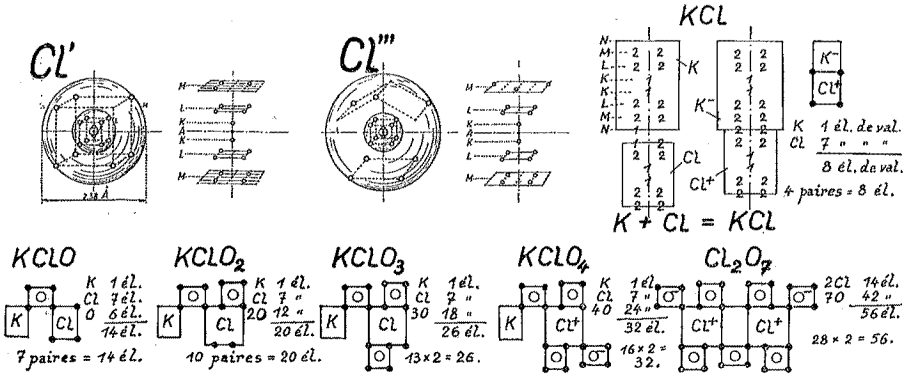


Fig. 164. *165.* *166.* *167.* *168.*

Structure stéréochimique de l'atome de chlore et de quelques composés de cet élément.

gène, le magnétisme des électrons est indiqué par des flèches et par les signes N et S.

Désignons par A et B les nombres des électrons situés dans la pyramide supérieure respect. inférieure du réseau nodique de l'atome. Alors le spin résultant pour tout l'atome sera évidemment égal à la différence A — B. Dans les atomes monovalents, comme par exemple l'H, l'Ag, le Cu, il y a un seul électron de plus dans l'une des pyramides que dans l'autre, donc le nombre de spin A — B de ces atomes est égal à celui de cet unique électron, donc égal à 1 (en unités $h/4\pi$). On a effectivement trouvé expérimentalement, pour tous ces atomes monovalents, un spin égal à 1 et un moment magnétique représenté par le magnéton de Bohr. D'autre part, on a pu déterminer expérimentalement les nombres de spin de tous les éléments à leur état fondamental, et ces nombres correspondent *tous* exactement à ceux qui résultent des constellations électriques que nous attri-

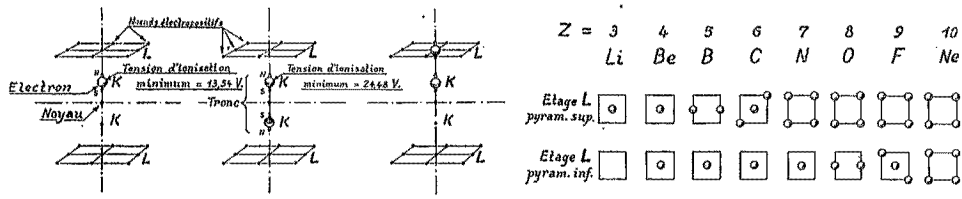


Fig. 169. *170.* *171.* *172 à 179.*

Fig. 169. — Atome d'hydrogène à son état fondamental. Spin atomique : $1 - 0 = 1$ (en unités $h/4\pi$).

Fig. 170. — Atome de parhélium. Spin : $1 - 1 = 0$.

Fig. 171. — Atome d'orthohélium. Spin : $2 - 0 = 2$.

Fig. 172 à 179. — Répartition des électrons au niveau nodique périphérique L des atomes des éléments de la deuxième période, à leur état fondamental. Spins respt égaux à : 1, 0, 1, 2, 3, 2, 1, 0.

buons à leurs édifices atomiques sur la base des principes de la théorie nodique. Il y a donc autant de vérifications de notre théorie qu'il y a d'éléments, c.-à-d. quatre-vingt douze. Nous ne pouvons pas entrer dans beaucoup de détails, mais allons considérer le cas d'un élément choisi au hasard, soit celui du fer.

Considérons en premier lieu la structure géométrique de cet atome à son état fondamental.

L'enveloppe de l'atome de Fe comporte 26 électrons, qui sont répartis sur les 8 demi-niveaux ou étages N, M, L, K, — K, L, M, N. A tous ces étages existent des électronats de grande symétrie, donc de grande stabilité. Ils sont représentés à la figure 180. La formation aux différents étages d'électronats stables est la cause de ce que les 26 électrons ne sont pas répartis en nombre égal sur les deux pyramides : 13 sur 13, mais que l'une en renferme 15, alors que l'autre n'en renferme que 11. Il résulte de cette répartition des électrons qu'il y a un excès de 4 électrons dans l'une des pyramides nodiques, si bien que le spin de cet élément à son état fondamental est égal à 4, nombre trouvé expérimentalement.

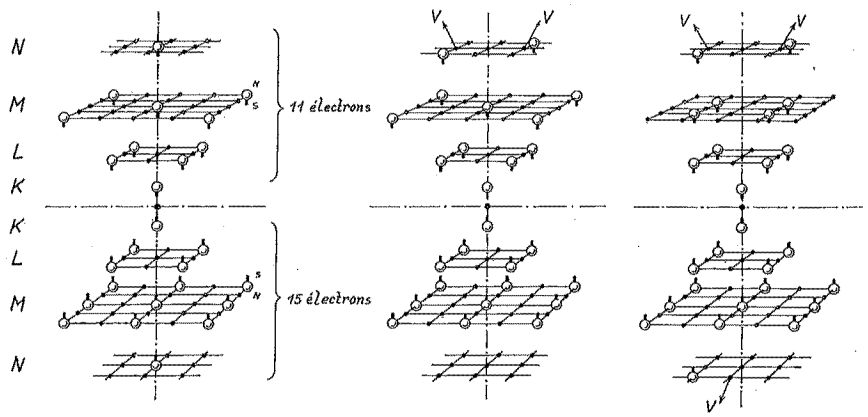


Fig. 180. *Fig. 181.* *Fig. 182.*

Structure stéréochimique de l'enveloppe de l'atome de fer.

Fig. 180. — Atome de fer à son état fondamental. Spin : S = 15 − 11 = 4.
Fig. 181. — Atome de fer à son état chimique bivalent.
Fig. 182. — Atome de fer à son état chimique trivalent.

Ce mode de répartition des électrons dans le réseau nodique de l'atome de Fe est modifié légèrement lorsqu'il s'insère dans une molécule. Le Fe peut alors présenter les états chimiques bivalent et trivalent ; les structures électroniques correspondantes sont indiquées aux fig. 181 et 182. Dans le premier cas il y a 2, dans le second, 3 électrons au niveau périphérique.

Le passage d'un atome d'un état chimique à un autre résulte en général de modifications dans les positions d'un ou de

plusieurs électrons au seul niveau périphérique (fig. 181); dans d'autres cas il y a passage d'un ou de plusieurs électrons d'un niveau intérieur au niveau périphérique ou vice-versa (fig. 182).

Un autre cas fort intéressant concernant les propriétés magnétiques des atomes est celui de l'élément gadolinium, dont l'atome possède 64 électrons dans son enveloppe. Cet élément, en effet, possède le spin atomique le plus élevé de tous, spin égal à 8. D'après notre thèse il faut donc que dans l'atome de Gd il y ait dans l'une des pyramides nodiques 8 électrons de plus que dans l'autre, soit 36 dans la supérieure, et 28 dans l'inférieure. La fig. 201 montre la répartition des 64 électrons sur les noeuds et étages du réseau nodique : il n'y a que des électronats symétriques de grande stabilité à tous les étages et une symétrie de répartition particulière pour chaque ensemble des électrons par pyramide.

La fig. 50 montre la structure de l'atome de Cr à son état fondamental, présentant un spin de 15 — 9 = 6.

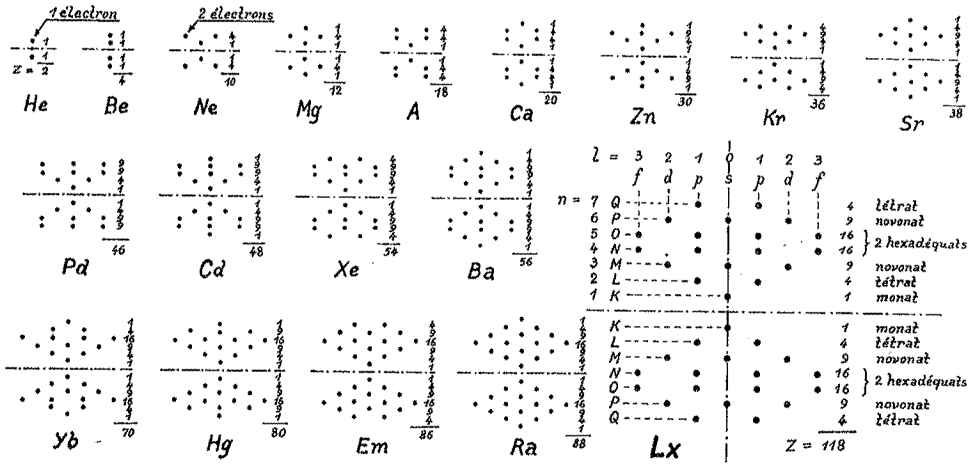


Fig. 183 à 199. — Représentation graphique schématisée de la structure stéréochimique des éléments d'étape, possédant un spin nul.

Fig. 200. — Atome théorique de luxon, Z = 118, gaz noble à la fin de la 7e période.

Les atomes des gaz nobles ont des structures symétriques par rapport au plan équatorial; ils possèdent ainsi tout naturellement un nombre de spin égal à zéro, et un moment magnétique

nul. En dehors des gaz nobles il existe encore 11 éléments possédant un spin nul par suite de la structure parfaitement symétrique de leurs édifices atomiques ; nous donnons à ces 11 éléments et aux 6 gaz nobles le nom d'«*éléments d'étape*». Ils sont représentés aux fig. 183 à 199. Pour tous ces éléments, et pour eux seulement, on a trouvé expérimentalement un nombre de spin égal à zéro, ce qui constitue évidemment une confirmation éclatante de l'exactitude de nos nouvelles conceptions.

Spin moléculaire.

Lorsque les atomes entrent en liaison chimique, les électrons périphériques ne gardent pas tous leur orientation magnétique primitive ; *ils s'adaptent plutôt le mieux possible aux corps d'électronets dont ils font partie.* Nous avons pu vérifier l'exactitude de cette règle générale pour de nombreux composés chimiques.

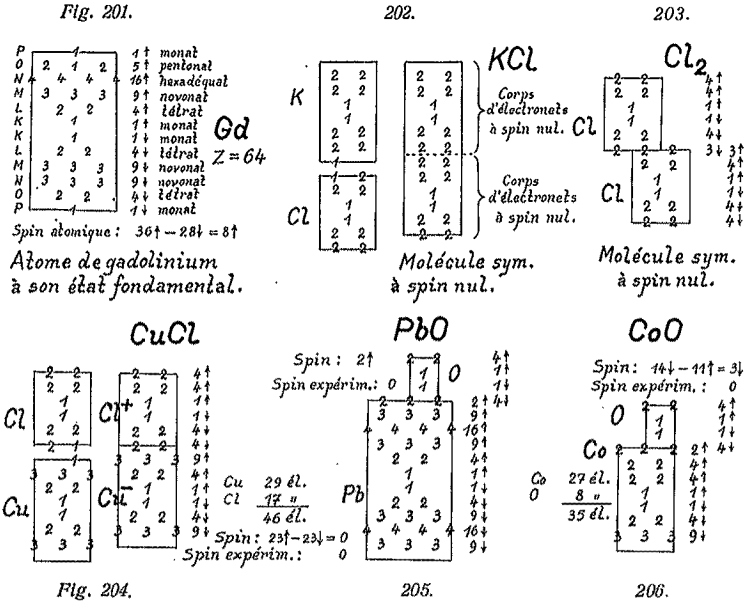
Par «*corps d'électronets*» nous désignons tout un ensemble d'électronets intérieurs et périphérique d'un atome, donc en faisant abstraction des électrons qui n'ont pas de pendant en position symétrique. Tout corps d'électronets possède un plan de symétrie, qui coïncide toujours avec le plan équatorial de l'atome.

Dans les atomes des éléments d'étape, qui possèdent une symétrie complète, tous les électrons forment ensemble un corps d'électronets.

Lorsque 2 ou 4 électrons de valence appartiennent en même temps à deux corps d'électronets, la moitié d'eux s'orientent dans la direction N—S et l'autre dans la direction S—N ; ils s'adaptent ainsi le mieux possible aux corps d'électronets dont ils font partie. L'opinion qu'on a parfois exprimée, que les deux électrons d'une même liaison auraient toujours des spins opposés, ne répond donc nullement à la réalité des faits.

Considérons par exemple les molécules de KCl et de Cl_2, fig. 202 et 203. Dans KCl il y a une liaison normale et une liaison moléculaire, toutes les deux sont, comme nous l'avons dit tantôt déjà, des liaisons biélectroniques; les deux liaisons sont parfaitement équivalentes. Dans cette molécule tous les électrons font

ensemble deux corps d'électronets. Les 4 électrons de la liaison double ont tous la même orientation, car ils appartiennent tous à un même corps d'électronets. Dans Cl_2, par contre, les deux électrons de l'unique liaison ont des spins opposés, car ils appartiennent en même temps à deux corps d'électronets différents.



Les deux électrons du duet dans la molécule H_2, fig. 59, ont des spins opposés, tout comme dans l'atome de par-He, fig. 57 et 170. Spin résultant : 1 — 1 = 0. Les électrons du duet dans la molécule LiH, par contre, ont des spins parallèles, car ils se trouvent dans une même pyramide nodique de l'atome de Li ; fig. 61. Le spin résultant de cette molécule est par conséquent égal à 2, et son moment magnétique est représenté par 2 magnétons de Bohr. Il en est de même pour l'atome d'ortho-He, fig. 171.

On avait constaté depuis longtemps que la plupart des molécules qui renferment un nombre *pair* d'électrons, sont diamagnétiques, c.-à-d. non magnétiques, et que la plupart de celles renfermant un nombre *impair* d'électrons, sont paramagnétiques, c.-à-d. magnétiques.

Sont p. ex. diamagnétiques :	Nombre d'électrons	Sont p. ex. paramagnétiques :	Nombre d'électrons
Cu_2O	66	CuO	37
CuCl	46	**$CuCl_2$**	63
PbO (Pb_2O_2)	90 (× 2)	CuBr	99
PbO_2	98	BiO_2	99

On a trouvé des exceptions à cette règle ; c'est ainsi que par exemple sont

diamagnétiques :		paramagnétiques :	
MnO (Mn_2O_2)	33 (× 2)	**Mn_2O_3**	74
CoO (Co_2O_2)	35 (× 2)	Co_2O_3	78

On n'a pu donner jusqu'à ce jour une explication précise relative à la présence ou l'absence de magnétisme, ni pour les composés répondant à la règle générale, ni pour ceux qui lui font exception. Nous croyons être en état de fournir pour tous les cas une explication fondée et logique pour la présence ou l'absence de magnétisme, et même de donner des indications sur l'ordre de grandeur et sur la direction du magnétisme dans les cas où il y en a.

Nous nous bornons à considérer les cinq composés suivants (imprimés en gras aux tableaux précédents) :

$$CuCl,\ PbO,\ CuCl_2,\ CoO,\ Mn_2O_3.$$

Dans la molécule CuCl, fig. 204, les deux atomes sont réunis ensemble par deux liaisons, une normale et une moléculaire. La formation de cette dernière a pour conséquence que l'un des atomes, ici le Cl, est devenu un ion positif, et l'autre, un ion négatif. La symétrie parfaite de la molécule est une preuve de l'équivalence totale des deux espèces de liaisons. Le moment magnétique de la molécule est nul, car les électrons forment ensemble deux corps d'électronets, qui tous les deux sont symétriques par rapport aux plans équatoriaux des deux atomes. Les 4 électrons de la liaison double, qui appartiennent tous à un même corps d'électronets, ont, de ce fait, des spins parallèles. L'absence de spin et de moment magnétique dans la molécule correspond donc aux résultats expérimentaux.

Considérons maintenant les composés $CuCl_2$ (n. impair d'él.) et Mn_2O_3 (n. pair d'él.), pour lesquels on constate expérimentalement la présence de magnétisme. Les structures géométriques répondant aux théories nodiques confirment ces propriétés. En effet, dans $CuCl_2$, fig. 210, il y a 32 électrons qui ont leurs spins dirigés vers le haut, et 31 qui ont leurs spins

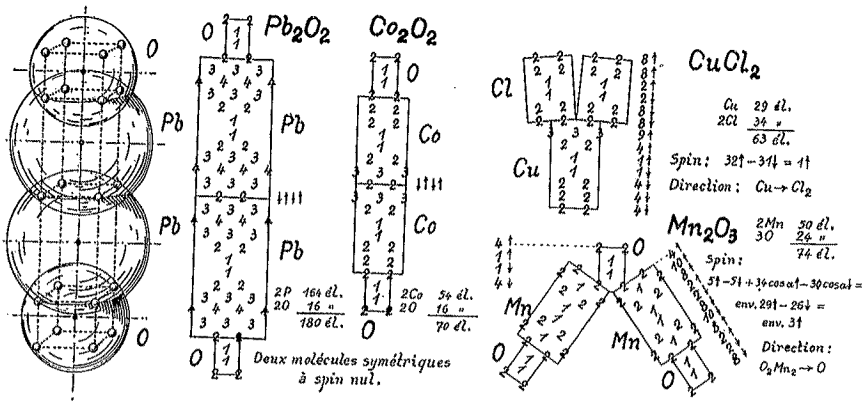


Fig. 207. *208.* *209.* *210 et 211.*

dirigés vers le bas, de sorte qu'il reste le spin d'*un* électron dirigé vers le haut, dans la direction Cu → Cl_2 Dans Mn_2O_3, fig. 211, un spin résultant d'environ 3 est dirigé vers le haut. Dans ce cas le spin n'est pas exprimé par un nombre entier, à cause de l'inclinaison des axes des deux atomes de Mn par rapport à l'axe de symétrie de la molécule.

Quant aux deux composés PbO et CoO, fig. 205 et 206, qui expérimentalement ont des spins nuls, nous trouvons par contre des spins égaux à 2 respt. 3. D'après les structures géométriques, ces deux molécules seraient donc magnétiques, alors que l'expérience dit qu'elles ne le sont pas. Comment expliquer cette contradiction entre la théorie et l'expérience ? L'explication nous semble être très aisée. En effet, dans les molécules biatomiques PbO et CoO il reste à la périphérie du métal des électrons qui ne participent pas à des liaisons, ainsi que des cellules vides. Il s'ensuit qu'il y reste des valences non saturées, si bien que deux molécules de ces composés peuvent se lier ensemble pour former Pb_2O_2 et Co_2O_2. De telles «molécules

doubles» ne sont pas rares en chimie ; citons par exemple la suite des composés

$$N_2O,\ N_2O_2,\ N_2O_3,\ N_2O_4,\ N_2O_5,\ N_2O_6,$$

dont trois sont des composés doubles. Les figures 207 à 209 représentent les structures géométriques des molécules Pb_2O_2 et Co_2O_2 qui, selon la règle générale sur l'orientation des électrons, possèdent un spin et un moment magnétique nuls, ce qui est conforme aux constatations expérimentales.